De cette manière , la réaction d'estérification devient totale et son évolution s'arrête lorsque le réactif limitant disparaît totalement .

A la date $t = t_2$éq , on a :

n (acide) = 0,02 mol et n (alcool) = 0,02 + 0,96 = 0,98 mol ; donc c'est l'acide qui est en défaut . Alors on va consommer 0,02 mol d'acide et 0,02 mol d'alcool . Au nouvel état d'équilibre , la composition molaire du système chimique est la suivante :

n (acide) = 0 ; n (alcool) = 0,98 – 0,02 = 0,96 mol = a ;

n (ester) = 0,28 + 0,02 = 0,3 mol ; n (eau) = 0 (absorbée par un déshydratant) .

Activité (2)

On étudie l'équilibre chimique de dissociation de l'ammoniac , en système ouvert , représenté par l'équation chimique suivante :

$$2NH_3 \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftharpoons}} N_2 + 3H_2$$

1° / On part d'un mélange initial et on laisse le système évoluer vers son état d'équilibre à une température T_1 et une pression P_1 . L'état initial et l'état d'équilibre du système chimique sont décrits dans le *tableau ci-dessous* .

	$2NH_3 \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftharpoons}} N_2 + 3H_2$			
$t = 0$	1	0,5	2	(mol)
$t_{éq}$	0,62	.....	.....	(mol)

a – Quel est le sens d'évolution spontané de la réaction chimique ?

b – Quelle est la composition molaire du système à l'équilibre ?

c – Calculer le taux d'avancement final τ_{f1} de la réaction . Que peut-on conclure ?

2° / On étudie le même système chimique , à une température T_2 , avec $T_2 > T_1$, et à la même pression P_1 . L'état initial du système chimique est le même que dans la première question . Au nouvel état d'équilibre on obtient un taux d'avancement final de valeur $\tau_{f2} = 0,46$. Comparer τ_{f1} à τ_{f2} puis préciser le caractère énergétique de chacun des deux sens de la réaction .